FUNDAMENTOS DE QUIMICA 3

ENSEÑANZA MEDIA SUPERIOR

G. A. OCAMPO
F. FABILA G.
J. M. JUAREZ C.
R. MONSALVO V.
V. M. RAMIREZ R.



PUBLICACIONES
CULTURAL

BALANCEO DE ECUACIONES QUIMICAS

TEMA **2**

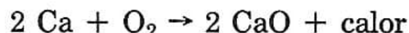
Como sabemos, las ecuaciones químicas son un medio fundamental para dar información científica, y poseen dos características: cualitativa (nos indica simplemente qué substancias reaccionan y qué productos se obtienen) y cuantitativa (relaciona la composición de reactivos y productos).

Nota: Las ecuaciones químicas representan reacciones químicas.

Por lo general, las ecuaciones químicas deben satisfacer tres condiciones:

1. Representar hechos experimentales, es decir, la reacción que ocurre realmente bajo condiciones dadas.
2. En ambos lados de la ecuación debe existir el mismo número de átomos que intervienen en la misma (Ley de la conservación de la masa).
3. La carga eléctrica neta de los compuestos o elementos que intervienen en la reacción debe ser la misma en ambos lados de la ecuación.

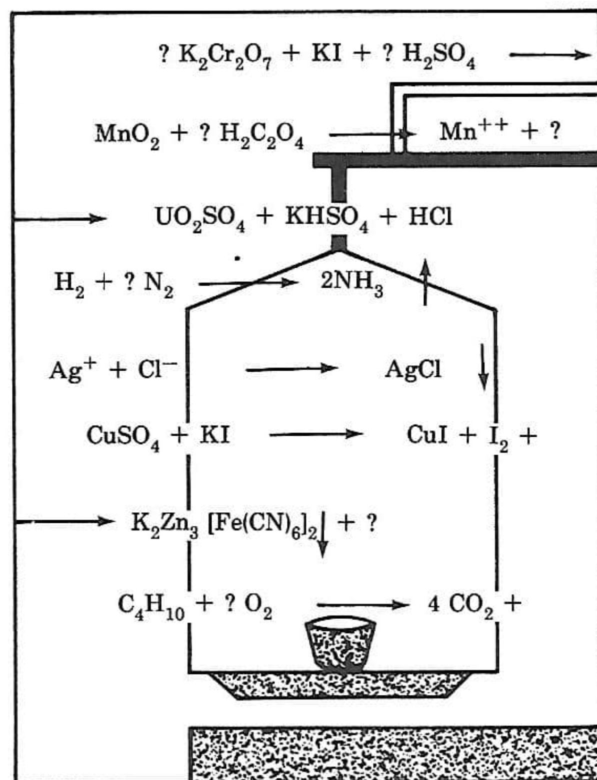
Ejemplo. En la reacción:



$$2\ Ca + O_2 \rightarrow 2\ CaO + calor$$

existe el mismo número de átomos tanto para el calcio (Ca), como para el oxígeno (O_2), en ambos miembros de la reacción. Es por ello que para cumplir con la Ley de la conservación de la masa es necesario que entre el primer miembro y el segundo exista siempre una igualdad, es decir, que la ecuación esté balanceada.

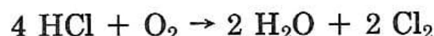
Balancear o ajustar una ecuación química significa igualar el número de átomos de las especies del primer miembro (reactivos) con las del segundo (productos).



Balancear una ecuación química significa estar de acuerdo con la Ley de conservación de la masa.

Nota: Las ecuaciones balanceadas requieren: los datos químicos, las fórmulas correctas y la conservación de los átomos.

Los coeficientes de una reacción química nos dan la siguiente información:



$$4\ HCl + O_2 \rightarrow 2\ H_2O + 2\ Cl_2$$

4 moléculas	+	1 molécula	=	2 moléculas	+	2 moléculas
4 moles	+	1 mol	=	2 moles	+	2 moles
4 volúmenes	+	1 volumen	=	2 volúmenes	+	2 volúmenes
4 × 36.5 g	+	32 g	=	2 × 18 g	+	2 × 71 g
146 g	+	32 g	=	36 g	+	142 g

178 g = 178 g

Elemento	Número de átomos	
	Reactivos	Productos
Cl	4	4
H	4	4
O	2	2

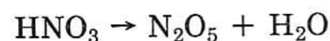
METODO DE TANTEO

Este método es muy sencillo y se utiliza para balancear o equilibrar reacciones químicas simples; para efectuarlo se sugieren los siguientes pasos:

1. Equilibrar todos los elementos diferentes al oxígeno y al hidrógeno.
2. Equilibrar los hidrógenos, por lo general, al hacer esto se equilibra el agua.
3. Equilibrar los oxígenos y así la ecuación quedará balanceada.

Ejemplos:

1. Balancee por el método de tanteo la siguiente reacción:



$$HNO_3 \rightarrow N_2O_5 + H_2O$$

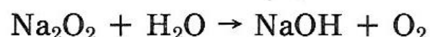
Paso 1. El nitrógeno es el átomo que interviene con mayor frecuencia, por lo que se balancea primero:



$$2\ HNO_3 \rightarrow N_2O_5 + H_2O$$

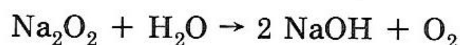
Paso 2. Se balancean los hidrógenos. En este ejemplo ya están balanceados y también los oxígenos, por lo que la reacción ya está balanceada.

2. Balancee por el método de tanteo la siguiente reacción:



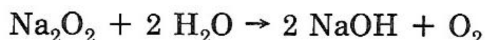
$$Na_2O_2 + H_2O \rightarrow NaOH + O_2$$

Paso 1.



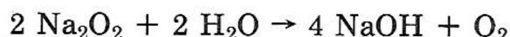
$$Na_2O_2 + H_2O \rightarrow 2\ NaOH + O_2$$

Paso 2. Los hidrógenos están igualados.
Paso 3. Se igualan los oxígenos:



$$Na_2O_2 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + O_2$$

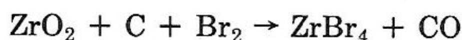
Paso 4. Se vuelve a ajustar la reacción:



$$2\ Na_2O_2 + 2\ H_2O \rightarrow 4\ NaOH + O_2$$

La ecuación ya está balanceada.

3. Balancee por el método de tanteo la siguiente reacción:



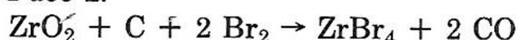
$$ZrO_2 + C + Br_2 \rightarrow ZrBr_4 + CO$$

Paso 1.



$$ZrO_2 + C + 2\ Br_2 \rightarrow ZrBr_4 + CO$$

Paso 2.



$$ZrO_2 + C + 2\ Br_2 \rightarrow ZrBr_4 + 2\ CO$$

Paso 3.

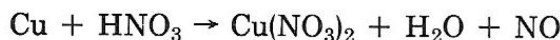


$$ZrO_2 + 2\ C + 2\ Br_2 \rightarrow ZrBr_4 + 2\ CO$$

La ecuación ya está balanceada.

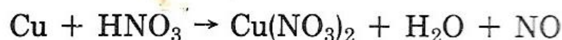
METODO ALGEBRAICO

Este método nos permite detectar si una reacción química está mal planteada, por ejemplo, puede suceder que un compuesto no esté bien colocado, pues debe estar en el otro miembro de la ecuación, esto se apreciaría si alguno de los coeficientes resultara negativo al resolver el sistema de ecuaciones, por lo que resultaría poco práctico en caso de que se planteara un sistema simultáneo con muchas variables y a la vez nos llevaría a una solución complicada; para explicar este método resolveremos la siguiente reacción:



$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O + NO$$

Paso 1. Se le asigna una letra minúscula a cada elemento o compuesto de la reacción:



$$\underset{a}{Cu} + \underset{b}{HNO_3} \rightarrow \underset{c}{Cu(NO_3)_2} + \underset{d}{H_2O} + \underset{e}{NO}$$

Paso 2. Para cada elemento se establece una ecuación algebraica con la variable asignada.

Cada incógnita deberá ir acompañada del índice que afecta al elemento, por ejemplo, para el Cu se tiene un átomo de cobre en el término "a" y uno en el "c"; para el hidrógeno, se tiene un átomo en el "b" y 2 en el "d"; para el nitrógeno, un átomo en el "b" y dos en el "c", más uno en el "e"; por último, para el oxígeno 3 átomos en el "b", 6 en el "c", uno en el "d" y uno en el "e"; resumiendo lo anterior tenemos:

Cu : $a = c$ .... (1)
H : $b = 2\,d$ .... (2)
N : $b = 2\,c + e$ .... (3)
O : $3\,b = 6\,c + d + e$ .... (4)

Paso 3. Como se tiene un sistema de ecuaciones indeterminado porque hay cinco incógnitas (a,b,c,d,e) y cuatro ecuaciones (para Cu,H,N,O), se le asigna el valor de 1 a la literal que más veces aparezca en las ecuaciones. En este sistema de ecuaciones se observa que la "b" y la "c" aparecen tres veces, por lo que escogemos la que nos facilite más rápidamente la solución del sistema de ecuaciones, en este ejemplo seleccionamos la "b".

Si $b = 1$
$a = c$ ..... (1)
$1 = 2d$ ..... (2)

$\therefore d = \frac{1}{2}$ ..... (5)

Substituyendo los valores de "b" y "d" en las ecuaciones (3) y (4) se tiene:

$1 = 2c + e$ ..... (3')

$3 = 6c + e + \frac{1}{2}$ ..... (4')

Las ecuaciones (3') y (4') constituyen un sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas, por lo tanto, es un sistema determinado y se puede resolver por cualquiera de los métodos conocidos para la resolución de sistemas de ecuaciones simultáneas.

Aplicando el método de eliminación por suma o resta, resulta:

$$3 = 6\,c + e + \frac{1}{2} \; ..... \; (4')$$

$$1 = 2\,c + e$$

$$2 = 4\,c + 0 + \frac{1}{2}$$

$$4\,c = \frac{3}{2}$$

$$\therefore c = \frac{3}{8} \; ..... \; (6)$$

Substituyendo (6) en (3') obtenemos el valor de "e", es decir:

$$1 = 2\left(\frac{3}{8}\right) + e$$

$$\therefore e = \frac{1}{4}$$

y como a = c, entonces $a = \frac{3}{8}$

Pero si se substituyen estos coeficientes tal cual, se está contradiciendo uno de los postulados de la teoría de Dalton que dice: '*La mínima porción de un elemento que interviene en una reacción química es un átomo entero y nunca fracciones de átomos*". Por lo que multiplicamos los valores obtenidos por el común denominador de las fracciones, teniendo así números enteros:

$$a = \frac{3}{8} \times 8 = 3$$

$$b = 1 \times 8 = 8$$

$$c = \frac{3}{8} \times 8 = 3$$

$$d = \frac{1}{2} \times 8 = 4$$

$$e = \frac{1}{4} \times 8 = 2$$

es decir:

$$a = 3$$

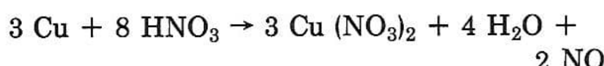
$$b = 8$$

$$c = 3$$

$$d = 4$$

$$e = 2$$

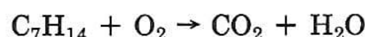
Estos coeficientes se escriben en la ecuación original:



$$3\,Cu + 8\,HNO_3 \rightarrow 3\,Cu\,(NO_3)_2 + 4\,H_2O + 2\,NO$$

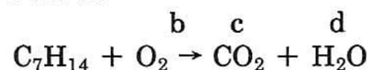
Ejemplos:

Balancee por el método algebraico la ecuación:



$$C_7H_{14} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Paso 1.



$$C_7H_{14} + \overset{b}{O_2} \rightarrow \overset{c}{CO_2} + \overset{d}{H_2O}$$

Paso 2.

C: $7\,a = c$ (1)
H : $14\,a = 2\,d$ (2)
O : $2\,b = 2\,c + d$ (3)

Paso 3.
Si a = 1, substituyendo en la ecuación (1):
$7\,a = c\,;\; 7(1) = c$
$\therefore c = 7$

Substituyendo en la ecuación (2):

$$14\,a = 2\,d \therefore d = \frac{14\,a}{2} = \frac{14(1)}{2} = 7$$

De la ecuación (3) tenemos:
$2\,b = 2\,c + d$

$\therefore b = \dfrac{2c + d}{2}$

$b = \dfrac{2(7) + 7}{2} = \dfrac{14 + 7}{2}$

$b = \dfrac{21}{2}$

Resumiendo:
$a = 1 \times 2 = 2$

$b = \dfrac{2}{1} \times 2 = 21$
$\quad 2$

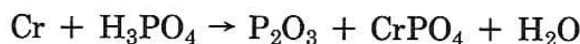
$c = 7 \times 2 = 14$

$d = 7 \times 2 = 14$

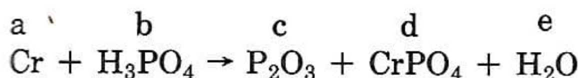
Paso 4. Se substituyen los valores obtenidos en la ecuación original:


$2\ C_7H_{14} + 21\ O_2 \rightarrow 14\ CO_2 + 14\ H_2O$

2. Balancee la siguiente ecuación por el método algebraico:


$Cr + H_3PO_4 \rightarrow P_2O_3 + CrPO_4 + H_2O$

Paso 1.


a b c d e
$Cr + H_3PO_4 \rightarrow P_2O_3 + CrPO_4 + H_2O$

Paso 2.
Cr : $a = d$ (1)
H : $3b = 2\ e$ (2)
P : $b = 2c + d$ (3)
O : $4b = 3c + 4d + e$ (4)

Paso 3.
si $b = 1$
Substituyendo en la ecuación (2):

$3\ b = 2\ e \therefore e = \dfrac{3\ b}{2} = \dfrac{3(1)}{2} = \dfrac{3}{2}$

Substituyendo en la ecuación (4):

$4\ b = 3\ c + 4\ d + e$

$4(1) = 3\ c + 4\ d + \dfrac{3}{2}$

Multiplicando por el factor 2 tenemos:
$2(4) = (2)\ (3\ c) + 2(4)\ d + (2)\ 3$
$8 = 6\ c + 8\ d + 3$
$5 = 6\ c + 8\ d$ .... (4')

Substituyendo en la ecuación (3), resulta:
$b = 2\ c + d$
$1 = 2\ c + d$ .... (3')

Resolviendo las ecuaciones (4') y (3') por el método de suma y resta, resulta:

$5 = 6\ c + 8\ d$ .... (4')
$1 = 2\ c + d$ .... (3')

Multiplicando por 8 la ecuación (3'), resulta:
$8 = 16\ c + 8\ d$

$3 = 10\ c + 0$

$\therefore c = \dfrac{3}{10}$

Despejando "d" de la ecuación (3), tenemos:

$d = b - 2\ c$

$d = 1 - 2\ (\dfrac{3}{10}) = 1 - \dfrac{6}{10} = \dfrac{10}{10} - \dfrac{6}{10}$

$d = \dfrac{4}{10}$

Por la ecuación (1), $a = d$ ... $a = \dfrac{4}{10}$

Resumiendo:

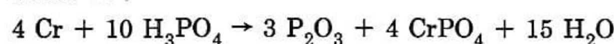
$a = \dfrac{4}{10} \times 10 = 4$
$b = 1 \times 10 = 10$

$c = \dfrac{3}{10} \times 10 = 3$

$d = \dfrac{4}{10} \times 10 = 4$

$e = \dfrac{3}{2} \times 10 = 15$

Paso 4.


$4\ Cr + 10\ H_3PO_4 \rightarrow 3\ P_2O_3 + 4\ CrPO_4 + 15\ H_2O$

METODO DE OXIDO—REDUCCION

En este tipo de reacciones existe un intercambio de electrones entre las especies participantes que por lo general son llamadas reacciones *redox*, por ejemplo, para la reacción:

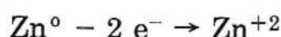


$$Zn^{\circ} + S^{\circ} \rightarrow Zn^{2+} + S^{2-}$$

El cinc (Zn) cambia su número de oxidación de 0 a 2+, lo cual indica que al reaccionar con el azufre (S) cede o pierde dos electrones; a su vez, el azufre (S) cambia su número de oxidación de 0 a 2−, lo que nos indica que ha aceptado o ganado los dos electrones que proporcionó el cinc.

Oxidación

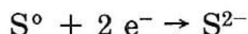
Es la pérdida de electrones por parte de una especie química (elemento o compuesto). Esto quiere decir que un átomo que se oxida, al ceder electrones, aumenta su número de oxidación, por ejemplo:



$$Zn^{\circ} - 2\ e^{-} \rightarrow Zn^{+2}$$

Reducción

Es la ganancia de electrones por parte de una especie química, es decir, un átomo que se reduce, al aceptar electrones, disminuye su número de oxidación, por ejemplo:



$$S^{\circ} + 2\ e^{-} \rightarrow S^{2-}$$

Es importante mencionar que una reacción de óxido-reducción implica ambos procesos simultáneamente.

Con base en el concepto anterior, podemos decir que la especie química que se oxida induce la reducción y la que se reduce induce la oxidación, por lo tanto, se llama agente oxidante a toda especie química que acepta electrones en el transcurso de una reacción provocando así, en otra, una oxidación; se llama agente reductor a toda especie química que cede electrones en el transcurso de una reacción química provando así, en otra, una reducción.

De este modo, en la reacción anterior el agente oxidante es el azufre (S) y el reductor el zinc (Zn). Como podemos observar, para determinar las especies oxidadas y reducidas, en una reacción química, es necesario recordar el concepto de número de oxidación, así como la determinación del mismo.

Número de oxidación

Es la carga eléctrica de un átomo que resulta cuando los electrones que constituyen el enlace se asignan al átomo más electronegativo. Para determinar el número de oxidación de un elemento se utilizan las siguientes reglas:

1. El número de oxidación de cualquier elemento libre (sin combinar en una reacción química) es cero.

   Ejemplos:

   $O_2{}^{\circ}$, $N_2{}^{\circ}$, $F_2{}^{\circ}$, $Cl_2{}^{\circ}$, Na°, Pb°, etcétera.

2. El hidrógeno tiene número de oxidación 1+, excepto en los hidruros (1−).

   Ejemplos:

   $H_2{}^{1+}O$, NaH^{1-}.

3. El oxígeno tiene número de oxidación 2−, excepto en los peróxidos (1−).

   Ejemplos:

   $Na_2O_2{}^{1-}$, $H_2O_2{}^{1-}$, CaO^{2-}.

4. Los metales alcalinos (grupo I A de la tabla periódica) tienen número de oxidación de 1+.

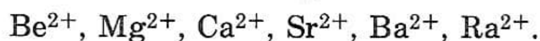
   Ejemplos:

   Na^{1+}, Li^{1+}, K^{1+}, Rb^{1+}, Cs^{1+}, Fr^{1+}.

5. Los metales alcalinotérreos (grupo II A) tienen número de oxidación de 2+.

Universidad Nacional Autono

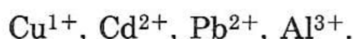
Ejemplos:



Be^{2+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Ra^{2+}.

6. Todos los metales tienen número de oxidación positivo.

Ejemplos:

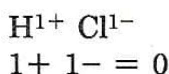


Cu^{1+}, Cd^{2+}, Pb^{2+}, Al^{3+}.

7. La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto es cero.

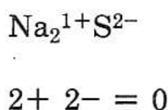
Ejemplos:

a) Acido clorhídrico: HCl
El hidrógeno tiene número de oxidación 1+, por lo tanto, el cloro tendrá número de oxidación 1−.



$H^{1+}\ Cl^{1-}$
$1+\ 1- = 0$

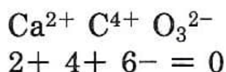
b) Sulfuro de sodio: Na_2S
El sodio tiene número de oxidación 1+, por lo tanto, el azufre 2−.



$Na_2{}^{1+}S^{2-}$

$2+\ 2- = 0$

c) Carbonato de calcio: $CaCO_3$
El calcio tiene número de oxidación 2+, el oxígeno 2−, por lo tanto, el carbono tiene 4+:



$Ca^{2+}\ C^{4+}\ O_3{}^{2-}$
$2+\ 4+\ 6- = 0$

Por lo tanto, la ecuación química *redox,* que representa un fenómeno donde existe intercambio de electrones, se puede ajustar con base en el número de oxidación del elemento que se oxida y del que se reduce, de la siguiente manera:

Paso 1. Se asignan los números de oxidación para los elementos que forman cada substancia en ambos miembros de la reacción química.

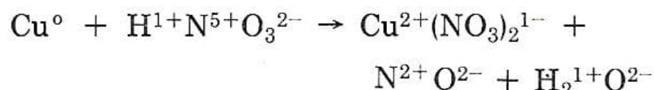
Paso 2. Identifique los elementos que cambian su número de oxidación al efectuarse la reacción.
Paso 3. Escriba las semirreacciones del agente oxidante y del reductor, indicando, según el caso, los electrones que pierden o ganan.
Paso 4. En caso de que el número de electrones cedidos no sea igual al número de electrones aceptados, proceda a multiplicar ambas reacciones por los coeficientes que igualen dicho número de electrones.
Paso 5. Se suman las semirreacciones para obtener así la reacción total.
Paso 6. Los coeficientes de la suma de las dos reacciones parciales serán los coeficientes de la reacción original (reacción completa).
Paso 7. Por último, proceda a balancear la ecuación por el método de tanteo, en caso de que haya algún elemento que no cumpla con la ley de la conservación de la masa.

Ejemplos:
1. Por el método de óxido-reducción, balancee la siguiente reacción química:



$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$$

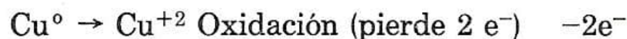
Paso 1.



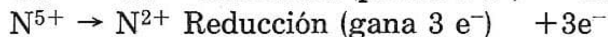
$$Cu^{\circ} + H^{1+}N^{5+}O_3{}^{2-} \rightarrow Cu^{2+}(NO_3)_2{}^{1-} + N^{2+}O^{2-} + H_2{}^{1+}O^{2-}$$

Paso 2. Observando los números de oxidación, tenemos lo siguiente: el cobre y el nitrógeno cambian su número de oxidación.

Paso 3.



$Cu^{\circ} \rightarrow Cu^{+2}$ Oxidación (pierde 2 e^-) $-2e^-$

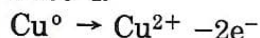


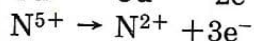
$N^{5+} \rightarrow N^{2+}$ Reducción (gana 3 e^-) $+3e^-$

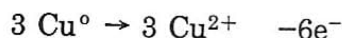
Agente oxidante = HNO_3
Agente reductor = Cu

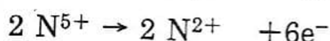
Nota: Un agente oxidante fuerte acepta fácilmente electrones y se convierte en un agente reductor débil que no cede electrones con facilidad.

Paso 4.

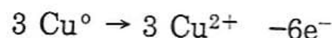

$Cu^{\circ} \rightarrow Cu^{2+}\ -2e^-$


$N^{5+} \rightarrow N^{2+}\ +3e^-$

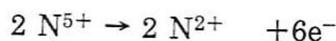

$3\ Cu^{\circ} \rightarrow 3\ Cu^{2+}\quad -6e^-$


$2\ N^{5+} \rightarrow 2\ N^{2+}\quad +6e^-$

Paso 5.

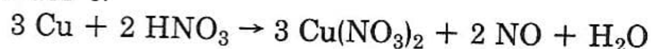

$3\ Cu^{\circ} \rightarrow 3\ Cu^{2+}\quad -6e^-$

+

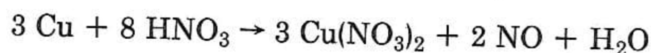

$2\ N^{5+} \rightarrow 2\ N^{2+}\quad +6e^-$


$3\ Cu^{\circ} + 2\ N^{5+} \rightarrow 3\ Cu^{2+} + 2\ N^{2+}$

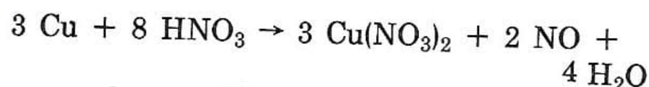
Paso 6.


$3\ Cu + 2\ HNO_3 \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + 2\ NO + H_2O$

Paso 7. La reacción anterior se ajusta por el método de tanteo:
Se observa que hay dos átomos de nitrógeno en el primer miembro y ocho en el segundo, por lo tanto, tendremos:

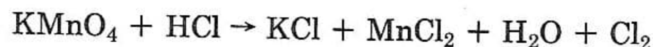

$3\ Cu + 8\ HNO_3 \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + 2\ NO + H_2O$

Ahora observamos que hay ocho hidrógenos en el primer miembro y sólo dos en el segundo, por lo tanto, tenemos:

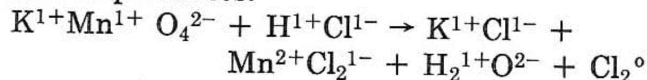

$3\ Cu + 8\ HNO_3 \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + 2\ NO + 4\ H_2O$

que es la ecuación balanceada.

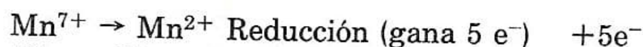
2. Por el método de óxido-reducción, balancee la siguiente ecuación química:

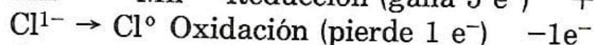

$KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + H_2O + Cl_2$

En este ejemplo, sólo se considerarán los pasos más importantes:


$K^{1+}Mn^{1+}\ O_4^{2-} + H^{1+}Cl^{1-} \rightarrow K^{1+}Cl^{1-} + Mn^{2+}Cl_2^{1-} + H_2^{1+}O^{2-} + Cl_2^{\circ}$

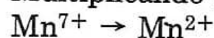
Semirreacciones:

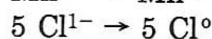

$Mn^{7+} \rightarrow Mn^{2+}$ Reducción (gana 5 e^-) $\quad +5e^-$


$Cl^{1-} \rightarrow Cl^{\circ}$ Oxidación (pierde 1 e^-) $\quad -1e^-$

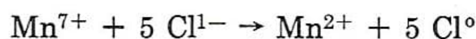
Agente oxidante = $KMnO_4$
Agente reductor = HCl

Multiplicando por los coeficientes, queda:

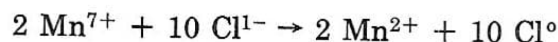

$Mn^{7+} \rightarrow Mn^{2+}$


$5\ Cl^{1-} \rightarrow 5\ Cl^{\circ}$

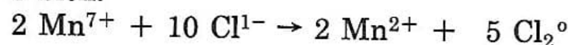
Sumando las semirreacciones:


$Mn^{7+} + 5\ Cl^{1-} \rightarrow Mn^{2+} + 5\ Cl^{\circ}$

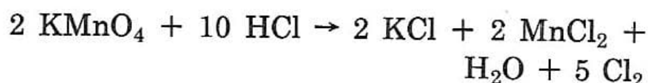
Si observamos en la reacción original, la molécula de cloro que aparece como producto, es diatómica, cuyo número de oxidación es cero, por lo que tendremos que multiplicar la ecuación anterior por 2.


$2\ Mn^{7+} + 10\ Cl^{1-} \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 10\ Cl^{\circ}$

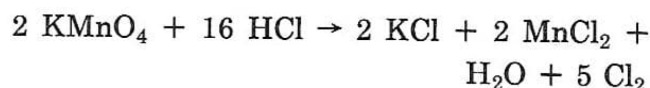
o bien:


$2\ Mn^{7+} + 10\ Cl^{1-} \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ Cl_2^{\circ}$

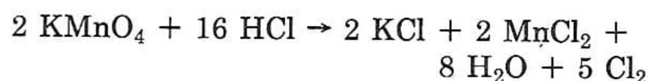
Balanceando el potasio, tenemos:


$2\ KMnO_4 + 10\ HCl \rightarrow 2\ KCl + 2\ MnCl_2 + H_2O + 5\ Cl_2$

Balanceando el cloro, tenemos:


$2\ KMnO_4 + 16\ HCl \rightarrow 2\ KCl + 2\ MnCl_2 + H_2O + 5\ Cl_2$

Balanceando el hidrógeno, tenemos:


$2\ KMnO_4 + 16\ HCl \rightarrow 2\ KCl + 2\ MnCl_2 + 8\ H_2O + 5\ Cl_2$

Nota: Ejemplos de aplicación del fenómeno redox se tienen en pilas y acumuladores, en recubrimientos metálicos, en la combustión de un cerillo y en el análisis químico cualitativo. Otro efecto del fenómeno redox es la corrosión de los metales.